5–3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الـدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (17) الواردة في مصـادر التعلم للفصول (5–1)، ويمكنك عرضهـا ملونة من خـلال الرجـوع إلى الموقـع الإلكتروني:

د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الطبيعـة اللوغارتميّـة لـ pH اكتب على السـبورة تدريج pH مـن صفـر إلى 14، واسـأل: أيُّ القيـم تمثـل المحاليـل الحمضيّة والمتعادلـة والقاعديّة؟ تكون قيـم pH للمحاليل الحمضيّة أقلّ مـن 7، وتكون قيمها للمحاليـل المتعادلة تسـاوي 7، أمّا قيمها للمحاليل القاعديّة فتكون أكبر من 7.

لإظهـار طبيعـة pH اللوغارتميّة، اطرح الأسـئلة الآتية: كم مرةً تزيـد حمضيّـة محلول قيمـة pH له تسـاوي 5 ، على محلـول قيمة pH لـه تسـاوي 6 ، بناءً عـلى تركيز أيـون الهيدروجين؟ حمضية المحلـول الـذي قيمة pH له 5 أكثر من حمضيّة المحلول pH له 6 بعشر مراتٍ. وكم مرةً تزيد قاعديّة محلول pH له 11 على قاعديّة محلولpH له 9، بناءً على تركيز أيون الهيدروكسيد؟ محلول pH له 11 أكبر من قاعديّة محلولpH له 9 بـ 100 مرةٍ. ض م

2. التدريس

الرياضيات في الكيمياء

الأسس ذكّر الطـلاب بأنّ التغيّر بمقدار وحـدة واحدة في أسّ العـدد 10 يعكـس تغيّرًا مقـداره عشرة أضعاف العـدد. فمثلاً، 10^4 أكثـر من 10^3 بعـشر مراتٍ، و 10^{-7} أصغـر من 10^{-6} بعشر من المرات.

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

قيم pH الأصغر من 0.0 والأكبر من 14 يمتدّ مدى pH بصورة عامّة من 0.0 –14 تقريبًا، مع التذكير أنّ قيم pH أقلّ من صفر، وأكبر من 14 أيضًا ممكنة. وأنّ مثـل هذه المحاليل نادرة، وخطرة، ودرجة تركيزها عالية جدًّا، لدرجة أنّ مثل هذه الأحماض أو القواعد، قد لا تتأيّن كليًّا؛ لذا قد لا تكون تراكيز الأيونات عالية كما هو متوقّع.

5–3

الأهداف

- **تشـرح** معنـى المـصطلحات pH وpOH.
- **تـربط** بـين pH و pOH وثابت التأين للماء.
- **تحسب** قيمـة pH وpOH للمحاليل المائية.

مراجعة المفردات

مبدأ لوتشاتلييه: ينص على أنه إذا وقع ضغط على نظام في حالة اتزان فإن النظام يتجه في الاتجاه الذي يقلّل من ذلك الضغط.

مفردات جديدة

ثابت تأيُّن الماء K_w

الرقم الهيدروجيني pH

الرقم الهيدروكسيدي pOH

أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني
Hydrogen Ions and pH

الفكرة الرئيسة **يعبّر كل من pH و pOH عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.**

الربط مع الحياة لعلك شـاهدت طفلين يلعبان على لعبة التوازن (السيسـو). عندما يرتفع أحد طـرفي العارضة يهـبط الطرف الآخر. وأحيانًا تتوازن العارضة في الوسـط. تسـلك تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية سلوكًا مماثلاً.

ثابت التأيُّن للماء Ion Product Constant for Water

يحتوي الماء النقي على تراكيز متساوية لأيونات H^+ و OH^- التي تنتج عن تأينه الذاتي. ويبين **الشكل 13–5** تكون أعداد متساوية من أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في عملية التأين الذاتي للماء. ويمكن تبسيط معادلة الاتزان على النحو الآتي:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ثابت تأين الماء K_w يشير السهم الثنائي إلى أن هذا تفاعل اتزان. لذا تذكّر أنه يجب كتابة تعبير ثابت الاتزان بوضع تراكيز النواتج في البسط، وتراكيز المواد المتفاعلة في المقام. وفي هذه الحالة، جميع المواد قوتها واحد؛ لأن معاملاتها جميعها في المعادلة الكيميائية 1. ولأن تركيز الماء النقي ثابت، لذا لا يظهر $[H_2O]$ في المقام.

ثابت تأين الماء K_w

حيث إن K_w ثابت تأين الماء.

و $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين.

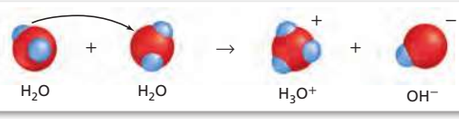
و $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد.

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

حاصل ضرب تراكيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد في المحاليل المائية المخففة يساوي K_w.

والتعبير K_w هو حالة خاصة لثابت الاتزان، ينطبق فقط على الماء. ويسمى **ثابت تأين الماء**، وهو قيمة تعبر عن ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء. لقد بينت التجارب أنّ $[OH^-]$ و $[H^+]$ للماء النقي عند 298 K تكون متساوية؛ حيث يساوي كل منها 1.0×10^{-7}M. لذا تكون قيمة K_w عند درجة الحرارة 298 K تساوي 1.0×10^{-14}

$$K_w = [H^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7})$$
$$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$



الشكل 5-13 يسلك أحد جزيئات الماء في التأين الذاتي للماء سلوك الحمض، ويسلك الجزيء الآخر سلوك القاعدة.

178

K_w ومبدأ لوتشاتلييه حاصل ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائمًا 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K. وهذا يعني أنه إذا زاد تركيز أيونات H^+ نقص تركيز أيونات OH^-. وبالمثل فإن الزيادة في تركيز OH^- تسبب نقصانًا في تركيز أيونات H^+. فكّر في هذه التغيرات من خلال مبدأ لوتشاتلييه؛ حيث تسبب إضافة أيونات هيدروجين إضافية إلى إضطراب في حالة الاتزان، فيعمل النظام على التقليل من تأثير الزيادة في التركيز؛ حيث تتفاعل أيونات H^+ المضافة مع أيونات OH^- لتكوّن المزيد من جزيئات الماء، وهكذا يقل تركيز OH^-.

يبين **المثال 1–5** كيف تستعمل K_w لحساب تركيز H^+ أو OH^- إذا عرفت تركيز أحدهما.

ماذا قرأت؟ اشرح لماذا لا يتغير K_w عند زيادة تركيز أيونات الهيدروجين؟

مثال 1-5

احسب قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$ باستعمال K_w إذا كان تركيز أيون H^+ في كوب قهوة عند درجة حرارة 298 K هو 1.0×10^{-5} M، فما تركيز أيون OH^- في القهوة؟ هل تعد القهوة حمضية، أم قاعدية، أم متعادلة؟

1 تحليل المسألة

لديك تركيز أيون H^+، وتعرف أن K_w يساوي 1.0×10^{-14}. يمكنك استعمال قانون ثابت تأين الماء لإيجاد $[OH^-]$. ولأن $[H^+]$ أكبر من 1.0×10^{-7}، لذا يمكنك أن تتوقع أن يكون $[OH^-]$ أقل من 1.0×10^{-7}

المعطيات

$[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}$ M

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

المطلوب

$[OH^-] = ?$ mol/L

2 حساب المطلوب

استعمل قانون ثابت تأين الماء.

اكتب تعبير ثابت تأين الماء.

$K_w = [H^+][OH^-]$

أوجد قيمة $[OH^-]$:

$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$

عوّض $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$.

$[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}$ M .

$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9}$ mol/L

لأن قيمة $[OH^-] < [H^+]$ ، لذا فإن القهوة حمضية.

3 تقويم الإجابة

كما هو متوقع، تكون قيمة $[OH^-]$ أقل من 1.0×10^{-7} mol/L.

مسائل تدريبية

21. فيما يأتي قيم تراكيز H^+ و OH^- لأربعة محاليل مائية عند درجة حرارة 298 K. احسب $[H^+]$ أو $[OH^-]$ لكل محلول، ثم حدد ما إذا كان المحلول حمضيًّا، أم قاعديًّا، أم متعادلاً.

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-13}$ M c. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$ M

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ M d. $[H^+] = 4.0 \times 10^{-5}$ M

22. تحفيز احسب عدد أيونات H^+ وعدد أيونات OH^- في 300 mL من الماء النقي عند درجة حرارة 298 K.

179

ماذا قرأت؟ عندما يزداد تركيز H^+ ينقص تركيز OH^-، بحيث يكون حاصل ضرب تركيز الأيونين ثابتًا دائمًا.

مثال في الصف

سؤال تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول أحد المنظفات يساوي 1.0×10^{-3} M. فما تركيز $[H^+]$ في محلول المنظف؟

الإجابة

$$[H^+] = (1.0 \times 10^{-14})/(1.0 \times 10^{-3})$$
$$= 1.0 \times 10^{-11} \text{M}$$

مسائل تدريبية

21. a. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-1}$ M، المحلول قاعديّ

b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M، المحلول متعادل

c. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-11}$ M، المحلول قاعديّ

d. $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-10}$ M، المحلول حمضيّ

22. عدد أيونات H^+ = عدد أيونات OH^- = 1.8×10^{16} أيون.

دفتر الكيمياء

النباتات وPH التربة اطلب إلى الطلاب المهتمين إعداد بحث حول كلٍّ من: النباتات التي تنمو جيدًا في التربة الحمضيّة، وفي التربة القاعديَّة، و دعهم يكتشفوا كيف يمكن زيادة حمضيّة أو قاعديّة التربة، وتُعدُّ كتب البستنة، وفهارس البذور، وبائعو الزهور، والعاملون في مشاتل النباتات مصادر جيدة لهذه المعلومات، ويمكن أن يلخِّصوا نتائج أبحاثهم في دفاتر الكيمياء. ض م

■ **إجابة سؤال الشكل 14–5** يحتوي ماء البحر على التركيز الأعلى من أيونات H^+؛ بأكثر من 100 مرةٍ.

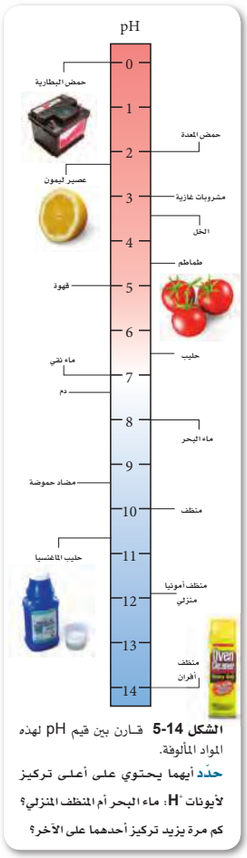
عرض سريع

حمض الكربونيك ضع 250 mL تقريبًا من إيثانول تركيزه 95% في دورق سعته 500 mL. **تحذير**: لا تترك اللهب مشتعلاً في الغرفة. وأضف 5 أو 6 قطرات من محلول كاشف الثايمول فثالين، وكميّة كافية من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 M؛ لجعل المحلول أزرق اللون. ثم أغلق الدورق بسدادة حتى يحين وقت العرض.

مرّر الدورق دون سدادة على الطلاب في الصف، واطلب إلى كلٍّ منهم عند وصول الدورق إليه أن يطلب من المحلول أن يغيِّر لونه. وأعد وضع السدادة، وحرِّك المحلول بحركة دائريّة، ثم أعد تمرير الدورق على الطلاب، وعند نقطة معيَّنة يكون قد ذاب ما يكفي من CO_2 في المحلول؛ حتى ينخفض pH إلى درجة يتغيّر عندها لون الثايمول فثالين من الأزرق إلى الأصفر. واسأل الطلاب: ما الشيء المميّز في صوت الطالب الذي تسبب في تغيُّر اللون؟ لقد ذاب البعض من غاز CO_2 الخارج مع الزفير في المحلول منتجًا محلول حمض الكربونيك الضعيف، ومخفِّضًا pH وبالتالي تغيّر لون الكاشف. **ض م**

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اشرح للطلاب أن ثابت التأيُّن للماء K_w يزداد بازدياد درجات الحرارة. فمثلاً، $K_w = 9.25 \times 10^{-14}$ عند 60°C. دع الطلاب يحسبوا تركيز أيون الهيدروجين وقيمة pH للماء النقيِّ عند هذه الدرجة، $[H^+] = 3.04 \times 10^{-7}$ M، pH = 6.52. **ف م**



الشكل 14-5 قارن بين قيم pH لهذه المواد المألوفة.
حدّد أيهما يحتوي على أعلى تركيز لأيونات H^+: ماء البحر أم المنظف المنزلي؟ كم مرة يزيد تركيز أحدهما على الآخر؟

الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي pOH

تكون تراكيز H^+ غالبًا أرقامًا صغيرة يعبّر عنها بطريقة علمية. ولصعوبة استعمال هذه الأرقام تبنّى الكيميائيون طريقة أسهل للتعبير عنها.

ما الرقم الهيدروجيني pH؟ يعبِّر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدريج الرقم الهيدروجيني pH المبني على اللوغاريتمات. لذا فإن **الرقم الهيدروجيني pH** لمحلول ما هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH

$$pH = -\log [H^+]$$

يمثّل $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

تكون قيم pH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298 K أقل من 7. بينما تكون قيمها للمحاليل القاعدية أكبر من 7. وهكذا يكون المحلول الذي قيمة pH له تساوي 0.0 حمضًا قويًّا؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pH له تساوي 14 قاعدة قوية. وتعني الطبيعة اللوغاريتمية في هذه الحالة لتدريج pH أن تغير وحدة واحدة من pH يمثل تغيرًا مقداره 10 مرات في تركيز الأيون. فالمحلول الذي pH له تساوي 3 له عشرة أضعاف تركيز المحلول الذي pH له تساوي 4. ويبين **الشكل 14–5** تدريج pH وقيمها لبعض المواد الشائعة.

ما الرقم الهيدروكسيدي pOH؟ يكون من المناسب أحيانًا التعبير عن قاعدية (قلوية) محلول ما على تدريج pOH والذي يعكس صورة العلاقة بين pH و $[H^+]$. ويعرف الرقم **الهيدروكسيدي pOH** لمحلول ما بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي POH

$$pOH = -\log [OH^-]$$

يمثل $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد

قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

تكون قيم pOH عند درجة حرارة 298 K للمحاليل القاعدية أقل من 7، وللمحاليل المتعادلة تساوي 7؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pOH له أعلى من 7 حمضيًّا. وكما في تدريج pH يمثل تغير وحدة واحدة من pOH تغيرًا مقداره 10 مرات في تركيز OH^-. وهناك علاقة بين pH و pOH تمكننا من حساب أي منهما إذا عُرفت قيمة الآخر.

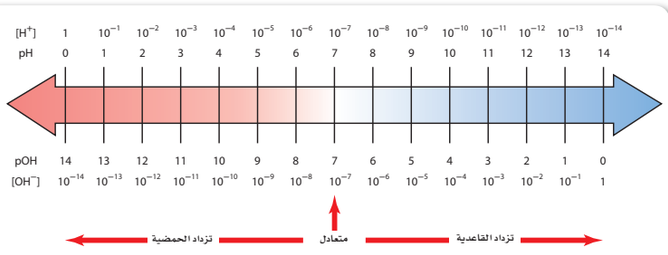
ما العلاقة بين pH و pOH؟

$$pH + pOH = 14.00$$

pH تمثل $-\log [H^+]$
pOH تمثل $-\log [OH^-]$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00 .

يوضح الشكل **15–5** العلاقة بين pH وتركيز H^+، والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند درجة حرارة 298 K .



الشكل 15-5 ادرس هذا الشكل لزيادة معلوماتك حول pH و pOH. لاحظ أنه عند كل موقع عمودي يكون مجموع pH (فوق السهم) وpOH (تحت السهم) مساويًا 14. لاحظ أيضًا أنه عند كل موقع يكون حاصل ضرب $[H^+]$ في $[OH^-]$ يساوي 10^{-14}.

مثال 2-5

احسب قيمة pH من $[H^+]$ ما قيمة pH لمحلول متعادل عند درجة حرارة 298 K؟

1 تحليل المسألة

في المحلول المتعادل عند درجة حرارة 298 K ، يكون $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M . ويتعين عليك أن تجد $-\log [H^+]$

المعطيات	المطلوب
$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M	pH = ?

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pH	$pH = -\log [H^+]$
عوض $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$M	$pH = -\log (1.0 \times 10^{-7})$

تكون قيمة pH للمحلول المتعادل عند درجة حرارة 298 K تساوي **7.00**

3 تقويم الإجابة

كان متوقعًا أن تكون قيمة pH تساوي 7.

مسائل تدريبية

23. احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$ M **b.** $[H^+] = 3.0 \times 10^{-6}$ M

24. احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[H^+] = 0.0055$ M **b.** $[H^+] = 0.000084$ M

25. تحفيز احسب قيمة pH لمحلول فيه $[OH^-]$ يساوي 8.2×10^{-6} M.

مثال في الصف

سؤال إذا كان تركيز أيون الهيدروجين في أحد محاليل الخلِّ يساوي 4.0×10^{-4} M؛ فما قيمة pH لهذا المحلول؟

الإجابة

$pH = -\log (3.98 \times 10^{-4}) = 3.40$

مسائل تدريبية

23. a. pH= 2.00

b. pH= 5.52

24. a. pH= 2.26

b. pH = 4.08

25. pH= 8.92

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

pH قد يتساءل معظم الطلاب عن مصدر المصطلح pH، على الرغم من أنّهم قد سمعوا بهذا المصطلح؛ لذا اشرح لهم أنّ pH مأخوذة من الفرنسيّة pouvoir hydrogene والتي تعني أس الهيدروجين.

دفتر الكيمياء

pH والجلد اطلب إلى الطلاب أن يعدُّوا بحثًا حول pH والجلد، وكيف تتفاعل موادّ مختلفة- وخصوصًا الصابون القاعديّ- مع موادّ تقوم بحماية الجلد. ودعهم يسجّلوا نتائج بحوثهم في دفاترهم. ض م

مثال 3-5

حساب pOH وpH من $[OH^-]$ يظهر الشكل **16-5** صورة بقرة تتغذى على قش عولج بإضافة الأمونيا التي تعمل على زيادة البروتينات عند إضافتها إلى علف الحيوانات. وتستعمل الأمونيا كذلك منظفًا منزليًّا؛ وهو محلول مائي لغاز الأمونيا. وعادة ما يكون تركيز أيون الهيدروكسيد في المنظف $4.0 \times 10^{-3}\ M$. احسب pOH و pH للمنظف عند درجة حرارة 298 K.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت تركيز أيون الهيدروكسيد، وعليك حساب قيم pOH و pH . احسب أولاً قيمة pOH مستعملاً القانون، ثم احسب pH مستعملاً العلاقة pH + pOH = 14.00

المعطيات	المطلوب
$[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3}\ M$	pOH = ?
	pH = ?

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pOH

$$\mathbf{pOH} = -\log [OH^-]$$

عوض $[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3}\ M$

$$\mathbf{pOH} = -\log (4.0 \times 10^{-3})$$

pOH للمحلول هو **2.40**.

استعمل العلاقة بين pH و pOH لإيجاد قيمة pH

اكتب المعادلة التي تربط بين pH وpOH

$$\mathbf{pH} + \mathrm{pOH} = 14.00$$

أوجد قيمة pH

$$\mathbf{pH} = 14.00 - \mathrm{pOH}$$

عوض pOH = 2.40

$$\mathbf{pH} = 14.00 - 2.40 = \mathbf{11.60}$$

قيمة **pH** للمحلول هو **11.60**

3 تقويم الإجابة

قيمتا pH و pOH التي تم التوصل إليهما صحيحتان؛ لأن الأمونيا قاعدة، لذا فإن قيمة pOH الصغيرة وقيمة pH الكبيرة معقولتان.

مسائل تدريبية

26. احسب قيم pH و pOH للمحاليل المائية ذات التراكيز الآتية عند درجة حرارة 298 K .

a. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}\ M$ **c.** $[H^+] = 3.6 \times 10^{-9}\ M$

b. $[OH^-] = 6.5 \times 10^{-4}\ M$ **d.** $[H^+] = 2.5 \times 10^{-2}\ M$

27. احسب قيم pH و pOH للمحلولين المائيين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[OH^-] = 0.000033\ M$

b. $[H^+] = 0.0095\ M$

28. تحفيز احسب قيم pH و pOH لمحلول مائي يحتوي على 1.0×10^{-3} mol من HCl مذاب في 5.0 L من المحلول.

الشكل 16-5 يستطيع المزارعون أن يزيدوا القيمة الغذائية للمواد النباتية ذات النوعية الرديئة. ومنها القش والتبن وغيرهما من بقايا المزروعات - بوضع تلك المواد في جو من غاز الأمونيا مدة ثلاثة أسابيع.

مثال في الصف

سؤال إذا كان تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول مضادّ الحموضة يساوي $3.2 \times 10^{-5}\ M$ ؛ احسب قيمة pOH وpH لهذا المحلول.

الإجابة

$\mathrm{pOH} = 4.49;\ \mathrm{pH} = 9.51$

$\mathrm{pOH} = -\log (3.2 \times 10^{-5}) = 4.49$

$\mathrm{pH} = 14.00 - 4.49 = 9.51$

مسائل تدريبية

26.a pOH=6.00
pH=8.00

b. pOH=3.19
pH=10.81

c. pH=8.44
pOH=5.56

d. pH=1.60
pOH=12.40

27.a pOH=4.48
pH=9.52

b. pH=2.02
pOH=11.98

28. pH= 3.70
pOH=10.30

التقويم

المعرفة ساعد الطلاب في فهمٍ أفضل للطبيعة الأسيّة لتدريج pH، بأن تطلب إليهم أن يقارنوا حمضيّة محلول pH =1 بحمضيّة محلول آخر pH = 3. حمضيّة pH =1 تساوي 10^2، أو 100 مرةٍ أكثر من حمضيّة pH = 3. ثم اطلب إليهم أن يقارنوا قاعديّة محلول pH = 12 بآخر pH = 9 . قاعديّة المحلول pH = 12 تساوي 10^3، أو 1000 مرةٍ أكثر من قاعديّة pH = 9. ض م

حساب تركيز الأيونات من قيم pH قد تحتاج أحيانًا إلى حساب تركيز أيونات H^+ و OH^- من خلال معرفة قيمة pH للمحلول. والمثال **4–5** يبين كيفية حسابها.

مثال 4-5

حساب $[H^+]$ و $[OH^-]$ من pH ما قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$ في دم الشخص السليم الذي قيمة PH له = 7.40، مع افتراض أن درجة حرارة الدم هي 298 K.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت قيمة pH لمحلول ما، وعليك أن تحسب قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$. يمكنك إيجاد $[H^+]$ باستعمال معادلة pH، ثم اطرح pH من 14.00 للحصول على قيمة pOH، ثم استعمل المعادلة التي تعرّف pOH لإيجاد $[OH^-]$.

المعطيات	المطلوب
pH = 7.40	$[H^+]$ = ? mol/L $[OH^-]$ = ? mol/L

2 حساب المطلوب

لإيجاد قيمة $[H^+]$

اكتب معادلة pH	$pH = -\log [H^+]$
	$-pH = \log [H^+]$
	$[H^+] = 10^{-pH}$
عوّض pH = 7.40	$[H^+] = 10^{-7.40}$
	$[H^+] = 4.0 \times 10^{-8}$ M

تركيز أيونات H^+ في الدم 4.0×10^{-8}M.

أوجد قيمة: $[OH^-]$.

اكتب المعادلة التي تبين العلاقة بين pH و pOH	$pH + pOH = 14.00$
أوجد قيمة: pOH	$pOH = 14.00 - pH$
عوّض pH = 7.40	$pOH = 14.00 - 7.40 = 6.60$
اكتب معادلة: pOH	$pOH = -\log [OH^-]$
اضرب طرفي المعادلة في 1-	$-pOH = \log [OH^-]$
	$[OH^-] = 10^{-6.60}$
	$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7}$M

تركيز أيونات OH^- في الدم 2.5×10^{-7}M.

3 تقويم الإجابة

وجد أن قيمة $[H^+]$ أقل من 10^{-7} وأن قيمة $[OH^-]$ أكبر من 10^{-7}، وهما إجابتان مقبولتان.

مسائل تدريبية

29. احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في كل من المحاليل الآتية:

a . الحليب، pH = 6.50
b . عصير الليمون، pH = 2.37
c . حليب الماغنسيا، pH = 10.50
d . الأمونيا المنزلية، pH = 11.90

30. تحفيز احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في عينة من ماء البحر، حيث pOH = 5.60.

183

مثال في الصف

سؤال إذا وجد أنّ pH لشراب مرطّب عند 298 K يساوي 3.08؛ فما قيمة $[H^+]$ و $[OH^-]$ في الشراب المرطّب؟

الإجابة

$[H^+] = (10^{-3.08}) = 8.3 \times 10^{-4}$ M

$pOH = 14.00 - 3.08 = 10.92$

$[OH^-] = (10^{-10.92}) = 1.2 \times 10^{-11}$ M

مسائل تدريبية

29.a $[H^+] = 3.2 \times 10^{-7}$ M

$[OH^-] = 3.2 \times 10^{-8}$ M

b. $[H^+] = 4.3 \times 10^{-3}$ M

$[OH^-] = 2.3 \times 10^{-12}$ M

c. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-11}$ M

$[OH^-] = 3.2 \times 10^{-4}$ M

d. $[H^+] = 1.26 \times 10^{-12}$ M

$[OH^-] = 7.94 \times 10^{-3}$ M

30. $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-6}$ M

$[H^+] = 4.0 \times 10^{-9}$ M

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى لتعزيز فكرة أنّ تركيز السائل أو الصلب مقدار ثابت عمليًّا، تابع الطلاب في أثناء حسابهم التركيز المولاريّ للماء السائل عند 40°C، $1000\ mL\ H_2O/1\ L\ H_2O \times 1.00\ g\ H_2O/1\ mL\ H_2O \times 1\ mol\ H_2O/18.0\ g\ H_2O = 55.6\ mol/L$. وأشر إلى أنّه ما لم تتغيّر كثافة الماء نتيجة التغيّر في درجة الحرارة، فإنّه يمكن أن تُعدّ القيمة 55.6 mol / L مقدارًا ثابتًا بالنسبة لتركيز الماء. **د م**

■ **إجابة سؤال الشكل 17–5**

$[H^+] = 0.1\ M$

$[OH^-] = 0.1\ M$

التوسُّع

الكواشف الطبيعيّة اطلب إلى الطلاب المهتمين استقصاء الكواشف الطبيعيّة الموجودة في أوراق النباتات والخضروات الملونة مثل الملفوف الأحمر. واطلب إليهم غلْي أوراق نباتات مختلفة؛ لاستخلاص الأصباغ منها، ثم أضف كميات قليلة من المحاليل الناتجة إلى محاليل معروفة الـpH، واطلب إليهم أن يعملوا جداول لألوان pH للأصباغ المستخلصة، وأن يشاركوا طلاب الصف في نتائجهم. ف م

ماذا قرأت؟ لا يتأيّن الحمض الضعيف كليًّا؛ لذا لا يساوي عدد مولات الحمض المذابة في لتر من المحلول تركيز $[H^+]$.

الرياضيات في الكيمياء

ساعد الطلاب في استعمال الأعداد المقابلة للوغارتمات على آلاتهم الحاسبة لحساب $[H^+]$ من pH و $[OH^-]$ من pOH. ولحساب $[H^+]$ من pH اتّبع الخطوات الآتية:

1. أدخل قيمة pH في الحاسبة.
2. غيّر إشارة pH بالضغط على مفتاح [−/+].
3. خذ مقابل log (عكس log) لسالب pH، بالضغط على المفتاح (x 10)، أو على المفتاح [inv]، ثم [log]. يمكن استعمال الخطوات الثلاث نفسها لحساب $[OH^-]$ من pOH. ض م

الشكل 17-5 يرشدك الملصق على دورق الحمض القوي أو القاعدة القوية إلى تركيز أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد في المحلول. ويعود السبب في ذلك إلى وجود الأحماض والقواعد القوية كليًّا على شكل أيونات عند إذابتها في الماء.

حدد $[H^+]$ في دورق HCl و $[OH^-]$ في دورق NaOH.

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للأحماض القوية تأمل الدورقين اللذين يحتويان على محلولي الحمض والقاعدة في **الشكل 17–5**؛ حيث تم تحضيرهما حديثًا، وسُجلت مولارية كل منهما، وهي عدد المولات من الجزيئات أو وحدات الصيغ التي أذيبت في لتر واحد من المحلول. يحتوي أحد الدورقين على حمض قوي HCl، ويحتوي الثاني على قاعدة قوية NaOH. تذكّر أن الأحماض والقواعد القوية توجد بتركيز 100% في صورة أيونات في المحلول. وهذا يعني أن التفاعل الآتي لتأين HCl يستمر حتى اكتماله.

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

ينتج كل جزيء HCl أيون H^+ واحدًا، مما يعني أن الدورق الذي كتب عليه 0.1 M من HCl يحتوي على 0.1 mol من H^+ لكل 1 L، و0.1 mol من أيونات Cl^- لكل L. وفي الأحماض القوية الأحادية البروتون جميعها يكون تركيز الحمض مساويًا لتركيز أيونات H^+ في المحلول. لذا يمكنك أن تجد قيمة pH من خلال معرفتك لمولارية الحمض.

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للقواعد القوية وبطريقة مماثلة، يكون محلول القاعدة القوية NaOH ذو التركيز 0.1 M الظاهر في **الشكل 17–5** متأينًا كليًّا.

$$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تنتج كل وحدة صيغة من NaOH أيون OH^- واحدًا. وهكذا يساوي تركيز أيونات OH^- مولارية المحلول، 0.1 M.

قد تحتوي بعض القواعد القوية ومنها هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ على أيوني OH^- أو أكثر في كل وحدة صيغة. لذا يكون تركيز أيون OH^- في محلول $Ca(OH)_2$ ضعف مولارية المركب الأيوني. فمثلاً تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول $Ca(OH)_2$ تركيزه $7.5 \times 10^{-4}M$ هو: $7.5 \times 10^{-4}M \times 2 = 1.5 \times 10^{-3}M$

إن الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين كليًّا في المحاليل المائية المخففة، والأحماض والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًّا فقط. لذا عليك أن تستعمل قيم K_a و K_b لتحديد تراكيز أيونات H^+ و OH^- في محاليل الأحماض والقواعد الضعيفة.

ماذا قرأت؟ اشرح لماذا لا تستطيع أن تحصل على H^+ مباشرة من مولارية محلول حمض ضعيف؟

حساب K_a من الرقم الهيدروجيني pH افترض أنك قمت بقياس قيمة pH لمحلول الحمض الضعيف HF الذي تركيزه 0.100 M فوجدته 3.20 فهل تكفي هذه المعلومات لحساب قيمة K_a للحمض HF؟

$$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

يمكنك أن تحسب $[H^+]$ من خلال معرفة قيمة pH. وتذكر أنه يجب أن يكون هناك تركيز مساوٍ من أيون F^- مقابل كل mol/L من أيون H^+. وهذا يعني أنك تعرف اثنين من المتغيرات في قانون K_a. فإذا عن المتغير الثالث [HF]؟ تركيز HF عند الاتزان يساوي التركيز الابتدائي للحمض (0.100 M) مطروحًا منه mol/L من HF التي تحللت، والتي تساوي $[H^+]$.

184

مشروع الكيمياء

الشامبو المتعادل من المحتمل أن يكون الطلاب قد سمعوا بمصطلح "متعادل الـ pH" في الإعلانات عن أنواع الشامبو المختلفة. اطلب إليهم أن يحضروا عينات من أنواع الشامبو التي يستعملونها، ويعدّوا طريقة لاختبار الـpH لهذه المنتجات. فمثلاً، يمكنهم غمس قطعة منفصلة من ورق pH في عيِّنة من كل شامبو، وتسجيل قيمة pH للعيِّنة، ثم اطلب إليهم أن يعدّوا قائمة بالمكونات في كلٍّ أنواع الشامبو. وتحدَّهم أن يكتشفوا المكوّنات التي تساعد في الوصول إلى الـpH المناسبة. ض م تعلم تعاوني

مثال في الصف

سؤال قيمة pH لمحلول من حمض الأكساليك $H_2C_2O_4$ تركيزه 0.150 M عند 298 K، تساوي 1.16. فما قيمة Ka لحمض H_2 C_2O_4 عند 298 K؟

الإجابة

$$H2C2O4 \rightleftharpoons H+ + H2C2O_4\hat{}-$$

$$[H^+] = 10^{-1.16} = 6.9 \times 10^{-2}M$$

$$[H2C2O4] = 0.150\,M - 6.9 \times 10-2M = 0.081M$$

$$K_a = \frac{(6.9 \times 10^{-2})^2}{0.081} = 5.9 \times 10^{-2}$$

مسائل تدريبية

31. $K_a = 5.4 \times 10^{-3}$ .a

$K_a = 1.1 \times 10^{-2}$ .b

32. $K_a = 8.9 \times 10^{-5}$ .a

$K_a = 1.0 \times 10^{-5}$ .b

$K_a = 1.5 \times 10^{-5}$ .c

33. $K_a = 6.3 \times 10^{-4}$

مثال 5-5

احسب K_a من pH يستعمل حمض الميثانويك (الفورميك) HCOOH لمعالجة عُصارة أشجار المطاط وتحويلها إلى مطاط طبيعي. فإذا كانت قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك الذي تركيزه 0.100 M هي 2.38، فما قيمة K_a للحمض؟

1 تحليل المسألة

لديك pH محلول حمض الميثانويك، وهذا يمكّنك من حساب تركيز أيون الهيدروجين.

$$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

تدل المعادلة الكيميائية الموزونة على أن تركيز $HCOO^-$ يساوي تركيز H^+.

تركيز HCOOH غير المتأين هو الفرق بين التركيز الأولي للحمض و$[H^+]$.

المعطيات	المطلوب
pH = 2.38	K_a = ؟
تركيز المحلول = 0.100 M	

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pH

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

عوّض pH = 2.38

$$[H^+] = 10^{-2.38}$$

$$[H^+] = 4.2 \times 10^{-3}M$$

$[HCOO^-] = [H^+] = 4.2 \times 10^{-3}$ M

[HCOOH] يساوي التركيز الأولي ناقص $[H^+]$

اطرح $[H^+]$ من [HCOOH]

$$[HCOOH] = 0.100\,M - 4.2 \times 10^{-3}\,M = 0.096\,M$$

اكتب قانون ثابت تأين الحمض.

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

عوض عن $[H^+] = 4.2 \times 10^{-3}$ M

$[HCOO^-] = 4.2 \times 10^{-3}$ M، و $[HCOOH] = 0.096$ M.

$$K_a = \frac{(4.2 \times 10^{-3})(4.2 \times 10^{-3})}{0.096} = 1.8 \times 10^{-4}$$

ثابت تأين الحمض HCOOH هو 1.8×10^{-4}

3 تقويم الإجابة قيمة K_a معقولة لحمض ضعيف.

مسائل تدريبية

31. احسب K_a للحمضين الآتيين:

a . محلول H_3AsO_4 تركيزه 0.220 M و pH = 1.50

b . محلول $HClO_2$ تركيزه 0.0400 M و pH = 1.80

32. احسب K_a للأحماض الآتية:

a . محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH، تركيزه 0.00330 M و pOH = 10.70

b . محلول حمض السيانيك HCNO ، تركيزه 0.100 M و pOH = 11.00

c . محلول حمض البيوتانويك C_3H_7COOH تركيزه 0.15 M و pOH = 11.18

33. تحفيز احسب K_a لمحلول حمض HX الذي تركيزه 0.0091 M، وله pOH يساوي 11.32، ثم استعمل **الجدول 4-5** لتحديد نوع الحمض.

185

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى تحدّ الطلاب المتفوقين أن يستعملوا المعادلة التربيعيّة لحساب pH لمحلول حمض الهيبوبروموز HBrO، الذي تركيزه 0.100M عند 298 K. حيث إن قيمة K_a للحمض عند 298 K هو 2.06×10^{-9}.

	$HBrO_{(aq)}$	$BrO^-_{(aq)}$	+ $H^+_{(aq)}$
M الأولي	0.100	10^{-7}	0.0
M عند الاتزان	0.100 − x	x + 10^{-7}	x

عوّض تراكيز الاتزان لكلٍّ من HBrO، H^+، و BrO^- في تعبير ثابت تأيّن الحمض.

$$2.06 \times 10^{-9} = \frac{(x + 10^{-7})x}{0.100 - x} = \frac{x^2 + 10^{-7}x}{0.100 - x}$$

$$x^2 + (1.02 \times 10^{-7})x - 2.06 \times 10^{-10} = 0$$

$$x = -1.02 \times 10^{-7} \pm \sqrt{\frac{(1.02 \times 10^{-7})^2 - 4(-2.06 \times 10^{-10})}{2}}$$

$$= 1.43 \times 10^{-5}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log((1.43 \times 10^{-5}) + 10^{-7}) = -\log(1.44 \times 10^{-5}) = 4.842$$

ف م

3. التقويم

التحقُّق من الفهم

دع الطلاب يقارنوا بين $[H^+]$ ، وحمضيّة ثلاثة محاليل: المحلول الأول قيمة pH له = 6.00، والثاني قيمة pH له = 3.00، والثالث قيمة pH له = 1.00. المحلول الأول هو الأقلّ حمضيّة، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-6}\ M$، والمحلول الثاني أكثر حمضيَّةً من الأول 1000 مرةٍ، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$. أمّا المحلول الثالث، فأكثر حمضيّة مئة مرةٍ من المحلول الثاني، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-1}\ M$. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب أن يستعملوا العلاقة بين pH و pOH، وثابت التأيُّن للماء؛ لحساب $[OH^-]$ في محلول قيمة pH له = 2.5.

$[OH^-] = 3.16 \times 10^{-12}$ ض م

التوسُّع

ذكّر الطلاب بأنَّه يمكن أن تكون قيمة pH للمحاليل أقلّ من صفر وأكبر من 14، واطلب إليهم أن يحسبوا pH لمحلول HCl بتركيز 1.5M. $pH = -0.18$ ض م

التقويم

المعرفة اسأل الطلاب؛ لماذا صمّم تدريج الـ pH من 1 إلى 14، على أن تمثّل القيمة 7 نقطة التعادل؟ لأنّ تركيز كلٍّ من أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد في التأيّن الذاتيّ للماء $2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ يساوي 7 عند درجة حرارة 25°C. ض م

التقويم 3–5

34. مجموع pH و pOH يساوي 14.00، فإذا كان المحلول حمضيًّا، تكون قيمة pH أقلّ من 7.00، وبالتالي ستكون قيمة pOH أكبر من 7.00.

35. اطرح pOH من 14.00.

36. إذا عرف تركيز أحد الأيونات؛ يمكن حساب تركيز الآخر باستعمال تعبير K_w.

37. الزيادة في أيونات OH^- من قطرة NaOH تدفع التأيّن الذاتي للماء إلى اليسار وتزيد كميّة جزيئات الماء غير المفكّكة. $[OH^-]$ يزداد، أمّا $[H^+]$ فينقص.

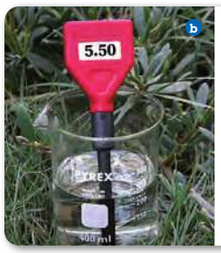
38. pH أو تركيز H^+ والتركيز الأولي للحمض.

39. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-5} M$، $[OH^-] = 3.2 \times 10^{-10}\ M$

40. pH= 5.00

41. a. pH = 0.00 b. pH = 1.30 c. pH = 14.00 d. pH = 9.68

42. عندما يصبح المحلول أكثر حمضيَّة؛ يزداد $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 1 وينقص $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14}، ويتغيّر pH من 7 إلى صفر، ويتغيّر pOH من 7 إلى 14. وعندما يتحوّل محلول متعادل إلى محلول أكثر قاعديّة، فهذا يعني نقصان $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14}، وزيادة $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 1، وتغيّر الـ pH من 7 إلى 14، وتغيّر الـ pOH من 7 إلى صفر.



الشكل 18-5 يمكن الحصول على قيمة pH تقريبية للمحلول بوضع قطعة من ورق تباع الشمس الأحمر بالمحلول، ومقارنة لونها بمجموعة من الألوان المعيارية، كما هو مبين في الصورة a. أما مقياس الحموضة الرقمي والموضح في الصورة b فيستعمل هنا لقياس pH لمطر حمضي؛ إذ يعطي قياسًا أدق من استعمال ورق تباع الشمس.

قياس الرقم الهيدروجيني pH يعد ورق تبّاع الشمس الذي استعملته في التجربة الاستهلالية مثالاً على نوع من أوراق كاشف الحموضة؛ فكل هذه الأوراق معالجة بإبادة أو أكثر تسمى الكواشف؛ حيث يتغير لونها اعتمادًا على تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول. ويعد الفينولفثالين الذي استعملته في التجربة الاستهلالية أيضًا نوعًا من الكواشف. وعند غمس ورقة كاشف pH في محلول حمضي أو قاعدي يتغير لونها، ثم نقوم بمقارنة اللون الجديد للورقة بألوان كاشف pH المعياري الموجود على ورقة مدرّجة، كما هو مبين في **الشكل 18–5**. ويعطي مقياس pH الرقمي الموضح في **الشكل 18–5** قيمة الرقم الهيدروجيني بصورة أكثر دقة؛ فعندما توضع الأقطاب في المحلول يعطي المقياس قراءة مباشرة.

التقويم 5-3

الخلاصة

- ثابت تأين الماء K_w يساوي حاصل ضرب تركيز أيون H^+ وتركيز أيون OH^-
- pH المحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين. وpOH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد. ومجموع pH و pOH يساوي 14.
- قيمة pH للمحلول المتعادل تساوي 7.0، وقيمة pOH في المحلول نفسه تساوي 7.0؛ لأن تركيز أيونات الهيدروجين يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد.

34. الفكرة الرئيسة اشرح لماذا تكون قيمة pH للمحلول الحمضي دائمًا أصغر من قيمة pOH للمحلول نفسه؟

35. صف كيف يمكنك تحديد قيمة pH لمحلول ما إذا علمت قيمة pOH للمحلول نفسه؟

36. اشرح معنى K_w في المحاليل المائية.

37. اشرح –مستعملاً مبدأ لوتشاتلييه – ما يحدث لـ $[H^+]$ في محلول حمض الإيثانويك الذي تركيزه 0. 10M عند إضافة قطرة من محلول NaOH .

38. اكتب قائمة بالمعلومات اللازمة لحساب قيمة K_a لحمض ضعيف.

39. احسب إذا علمت أن قيمة pH لحبة طماطم تساوي 4.50 تقريبًا، فما $[H^+]$ و $[OH^-]$ فيها؟

40. حدد قيمة pH لمحلول يحتوي على 1.0×10^{-9} mol من أيونات OH^- لكل L.

41. احسب قيمة pH في المحاليل الآتية:

a. 1.0 M HI b. 0.050 M HNO_3 c. 1.0 M KOH d. 2.4×10^{-5} M $Mg(OH)_2$

42. تفسير الرسوم ارجع إلى **الشكل 15–5** للإجابة عن السؤالين الآتيين: ماذا يحدث لكل من $[H^+]$ و $[OH^-]$ و pH و pOH عندما يصبح المحلول المتعادل أكثر حمضية؟ وماذا يحدث عندما يصبح المحلول المتعادل أكثر قاعدية؟

186